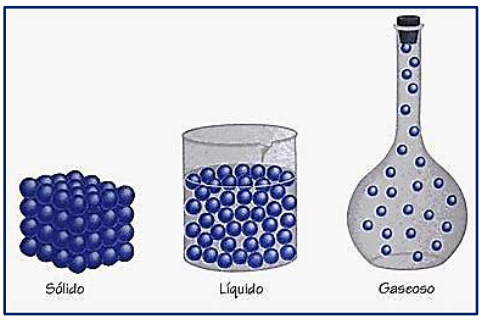
Tema 6 GASES IDEALES

Realizado por Profa. Yelitza Martínez actualizado por Profa. Jozarel Alcalá

Estado Gaseoso: es la forma de agregación de la materia donde el movimiento de las moléculas es totalmente aleatorio y las fuerzas de atracción entre éstas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y esencialmente independiente de las otras.



Propiedades de los Gases

- No tienen forma ni volumen definido (toman la forma y el volumen del recipiente que los contiene)
- Poseen baja densidad
- Se pueden comprimir y expandir
- Se difunden con rapidez
- Condensan (o licuan) a altas presiones y temperaturas bajas

Parámetros que Definen el Comportamiento de los Gases

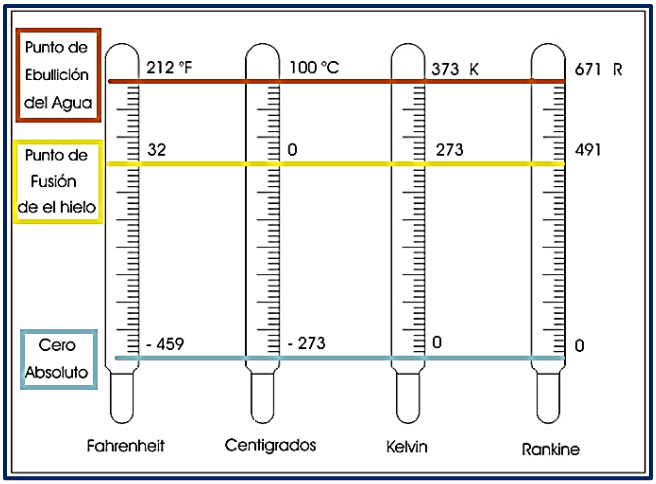
a) Presión: Es la fuerza ejercida por unidad de área. En el sistema internacional la presión se mide en Pascal (Pa) que se define como un Newton por metro cuadrado:

$$\boldsymbol{Presión = \frac{Fuerza}{Área} = \frac{N}{m^2} = Pa}$$

Otras unidades de presión son: atmosfera = atm, milímetros de mercurio = mmHg, Torr, Bar, Psi, entre otras.

1 atm = 760 mmHg = 760 Torr = 101325 Pa = 101,325 KPa= 14,696 psi

b) Temperatura: se define como la magnitud que mide el nivel calorífico de una sustancia y es proporcional a la energía cinética media del gas. Actualmente se usan tres escalas de temperatura. Sus unidades son Kelvin (K), grado Celsius (°C) y grado Fahrenheit (°F).



Conversiones de Temperatura

$$T(K) = T(°C) + 273{,}15$$

$$T(R) = T(°F) + 459{,}60$$

$$T(°C) = 5/9\ (T(°F) - 32)$$

$$T(°F) = 9/5\ T(°C) + 32$$

c) Volumen: es el espacio ocupado por una sustancia; para el caso de un gas el volumen será igual al del recipiente que los contiene y se expresa en cm^3, m^3, ml, L. **1 L = 1000 ml = 1000 cm^3 = 0,001 m^3 = 0,035316 ft^3**

d) Cantidad de Sustancia: generalmente la cantidad de materia o número de partículas de una muestra gaseosa se expresa en moles.

$$n = \frac{m}{MM}$$

Donde: *n* = número de moles del gas (gmol)

m = masa del gas (g)

MM = Masa Molar del gas (g/gmol)

GAS IDEAL: Es un gas hipotético cuyo comportamiento presión-volumen-temperatura se puede describir mediante ciertas leyes y en ellos el volumen ocupado por sus moléculas es insignificante en comparación con el volumen total, además la atracción intermolecular se considera despreciable. La mayoría de los gases se comportan idealmente a presiones menores de 10 atm, dependiendo de su naturaleza.

GAS REAL: es aquel en el cual la atracción intermolecular es apreciable, y el volumen ocupado por sus moléculas es significativo con respecto al volumen total, cuya magnitud depende de la naturaleza, presión y temperatura del gas.

LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES

Ley de Boyle: El volumen de una cantidad fija de gas a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión aplicada.

$$V \alpha \frac{1}{P} \qquad PV = k \qquad donde\ k = constante\ de\ proporcionalidad$$

Para un gas que se somete a dos condiciones diferentes:

Inicial: $P_1V_1 = k$

Final: $P_2V_2 = k$ Igualando: $\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$

Ley de Charles: El volumen de una cantidad fija de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V \alpha T \qquad \frac{V}{T} = k \qquad \boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$$

Ley Combinada: La ley de Boyle ($V \alpha \frac{1}{P}$) y la ley de Charles ($V \alpha T$) se pueden combinar y expresar de la siguiente manera:

$$V \alpha \frac{T}{P} \qquad \frac{PV}{T} = k \qquad \boxed{\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}}$$

Ley de Amontons: La presión de una cantidad determinada de gas a volumen constante, es proporcional a la temperatura absoluta.

$$P \alpha T \qquad \frac{P}{T} = k \qquad \boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Ley de Avogadro: A presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas.

$$V \alpha n \qquad \frac{V}{n} = k \qquad \boxed{\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}}$$

ECUACION DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Se pueden combinar las leyes de Boyle, Charles y Avogadro y formar una sola ecuación para el comportamiento de los gases:

$$PV = nRT$$

Donde **R**: es la constante de proporcionalidad, se llama constante universal de los gases que relaciona P, V, n y T.

Deducción del valor de R: 1 gmol de gas a P.T.N

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\ atm)(22,414\ L)}{(1 gmol)(273,15\ K)} = 0,082057\ \frac{atm.L}{gmol.K} = 82,057\frac{atm.cm^3}{gmol.K}$$

Densidad (ρ) y masa molar (MM) de un gas:

A partir de la ecuación de estado se puede obtener la densidad y la masa molar de un gas

DENSIDAD: $\rho = \frac{P.MM}{R.T}$ ***MASA MOLAR***: $MM = \frac{\rho.R.T}{V}$

MEZCLAS DE GASES

Ley de las presiones parciales de Dalton: La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de todos los gases.

La presión parcial de un gas es la presión que ejerce cada gas en la mezcla como si estuviera solo.

$$P_T = P_1 + P_2 + \cdots + P_n$$

P_T: presión total de la mezcla

P_1, P_2, P_3, P_n: presiones parciales de cada gas

RELACIÓN ENTRE LA ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES Y LA LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots + P_n \qquad (Ec.1)$$

Despejando **P** de la ecuación de estado $P = \frac{nRT}{V}$ $(Ec.2)$

Sustituyendo Ec. 2 en Ec. 1

$$P_T = \left(\frac{nRT}{V}\right)_1 + \left(\frac{nRT}{V}\right)_2 + \left(\frac{nRT}{V}\right)_3$$

Sacando factor común RT/V

$$P_T = (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V}$$

Donde: $n_1 + n_2 + n_3 = n_T$ n_T: número de moles totales entonces:

$$P_T = \frac{n_T\, R\, T}{V} \qquad (Ec.3)$$

Fracción molar de un gas, X

$$X_{gas} = \frac{n_{gas}}{n_T}$$

$$X_{gas} = \frac{P_{gas}}{P_T}$$

Masa molar de una mezcla de gases ($\overline{MM}$)

$$\overline{MM} = X_1 MM_1 + X_2 MM_2 + X_3 MM_3 + \cdots + X_n MM_n$$

Ejercicios: resolver los siguientes planteamientos de manera clara, ordenada y detallada

1.- Completar la siguiente tabla realizando las conversiones correspondientes:

a) Conversiones de Temperatura

T (K)	T(°C)	T(R)	T(°F)
			50
78			
		609.6	
	- 80		
			-175

b) Conversiones de Presión

P (atm)	P(mmHg)	P(Pa)	P(KPa)	P(psi)
	540			
0,403				
		103400		
				25
			132	

c) Conversiones de Volumen

$V(m^3)$	V(L)	$V(cm^3)$	$V(ft^3)$
12			
	2,65		
		124	
	2250		
			275

2.- ¿Qué presión se requiere para comprimir el aire de un cilindro de 1,56 L y 755 torr a un volumen de 980 mL a temperatura constante?

3.- Un cilindro con un émbolo móvil contiene 8 L de hidrógeno gaseoso a la presión de 7,80 KPa y 27 °C. El émbolo se mueve hasta que la masa del gas ocupa un volumen de 1,50 L a temperatura constante. Calcule la presión en el cilindro y exprésela en mmHg, atm y Pa

4.-La presión de una muestra de 4,20 L de un gas seco disminuye de 3,43 atm a 1,29 atm a 25 °C. ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?

5.- Una bombona que contiene 29 L de gas Helio a una presión de 17 atm se usa para llenar globos de juguetes a una presión de 1,1 atm. Cada globo inflado tiene un volumen de 2 L. ¿Cuál es el número máximo de globos que se pueden inflar?

6.- Un gas ideal a la presión de 1 atm, se encuentra en un recipiente de volumen desconocido provisto de una llave de paso. Se abre la llave, lo cual permite que el gas se expanda hacia un recipiente previamente evacuado de 0,5 L de capacidad. Cuando se alcanza el equilibrio en los recipientes, la presión del gas es de 530 mmHg. Calcule el volumen desconocido si la temperatura permanece constante.

7.- Se calienta una muestra de 25 ml de nitrógeno gaseoso, de - 100 °C a 25 °C a presión constante. ¿Cuál será el nuevo volumen del nitrógeno?

8.- Un gas ocupa un volumen de 500 ml a 35 °C. Si la presión se mantiene constante ¿Cuál será el volumen de dicho gas a - 20 °C?

9.- Un gas ocupa un volumen de 50 ml a 27 °C y 630 mmHg. ¿A qué temperatura su presión sería de 771 torr si el volumen permanece constante?

10.- Una muestra de oxígeno gaseoso ocupa 10 L a 110 mmHg y 95 °F. Calcule la presión en atm si la temperatura cambia a 127 °C permaneciendo el volumen constante.

11.- Un gas ideal tiene un volumen de 800 ml a 10 °C y 1,5 atm. ¿Cuál será su presión a 100 °C de temperatura si el volumen es de 900 ml?

12.- En un día frio, una persona aspira 450 ml de aire a - 10 °C y 756 mmHg. ¿Qué volumen ocupará este aire en los pulmones, donde la temperatura es de 37 °C y la presión de 752 mmHg?

13.- ¿A qué temperatura estará una masa de gas que ocupa un volumen de 200 L a 730 torr, si a 12 °C y 850 mmHg ocupa un volumen de 150 L?

14.- Una muestra de un gas ocupa 400 ml en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Bajo qué presión ocuparía esta muestra 200 ml si la temperatura se incrementase a 89 °C?

15.- Un determinado volumen de cloro gaseoso se encontraba a una temperatura de 30 °C y fue sometido a calentamiento a presión constante hasta que su volumen aumento en un 80% del volumen inicial.
Calcular: a) Temperatura final del gas
b) Si se triplica la presión manteniendo constante el volumen inicial del gas.
¿Cuál debe ser la nueva temperatura?

16.- Si 5,5 moles de argón gaseoso ocupan un volumen de 50 L a determinada temperatura y presión ¿Cuántos moles de argón ocuparán un volumen de 75 L manteniendo la temperatura y presión constantes?

17.- si 5,0 g de oxígeno gaseoso, O_2, ocupan un volumen de 7,20 L a determinada temperatura y presión. ¿Qué volumen ocuparían 15,0 g de oxígeno en las mismas condiciones de temperatura y presión?

18.- ¿Cuántos moles de metano, CH_4, hay en 50 L de este gas medidos a presión y temperatura normal?

19.- En un recipiente de 2,50 L se recoge 5,65 g de gas propano, C_3H_8. Después que la muestra fue recogida se encontró que la presión era de 956 mmHg. ¿Cuál es la temperatura del gas propano?

20.- ¿Cuál es la masa molar de una sustancia gaseosa si 455 cm^3 de la misma en condiciones normales de presión y temperatura pesa 2,48 g?

21.- Un recipiente de 3,6 L de capacidad se llena con amoniaco gaseoso, NH_3, a la presión de 3 atm y 27 °C. ¿Cuántas moléculas están contenidas en dicho recipiente?

22.- Calcular la presión que ejerce 2 moles de oxígeno gaseoso, O_2, en un recipiente de 10 L a 27 °C.

23.- Si 0,40 g de un gas ocupa un volumen de 4,10 L a 27 °C y 1,2 atm. Determine: a) la densidad del gas, b) Masa molar del gas.

24.- ¿Cuántos gramos de dióxido de nitrógeno, están contenidos en un cilindro de 60 L de capacidad a 95 °F y $1,32 * 10^5$ Pa?

25.- Un matraz de 15 L de capacidad contiene 0,30 moles de CH_4, 0,80 g de H_2, y $2,1077 * 10^{23}$ moléculas de N_2, a 27 °C. a) ¿Cuál es la presión total de la mezcla en el matraz? b) ¿Cuál es la presión parcial de cada componente en la mezcla de gases? c) ¿Cuál es la fracción molar de cada componente en la mezcla de gases?

26.- En un recipiente de 3 L de capacidad que contenía dióxido de carbono CO_2, fueron introducidos 1,20 g de oxígeno, O_2. Se calentó el recipiente hasta 212 °F y se observó que la presión era de 820 mmHg (no ocurrió reacción química). Calcular la masa de CO_2 que había en el recipiente.

27.- En el Monte Everest, la presión atmosférica es de 210 mmHg y la densidad del aire es de 0,426 Kg/m^3. Calcule la temperatura del aire sabiendo que la masa molar promedio del aire es 28,97. Suponiendo que no cambia la composición del aire, calcule la disminución porcentual del oxígeno desde el nivel del mar hasta la cima de esa montaña. Composición porcentual del aire: Nitrógeno 71 %, Oxígeno 21 %, Argón 0.93 %, Dióxido de Carbono 0,04 % y Vapor de Agua 0,03 %.

28.- Un tanque de 3 L de capacidad contiene helio, He, en condiciones normales de presión y temperatura. Otro tanque de 7 L de capacidad contiene oxígeno, O_2, a 29 °C y 2 atm de presión. Ambos gases se introducen en un recipiente de 12 L a la temperatura de 31 °C. Calcular:

a. Presión total de la mezcla en el recipiente de 12 L
b. Fracción molar de oxígeno en la mezcla
c. Densidad de la mezcla gaseosa
d. Masa molar de la mezcla gaseosa

29.- Un tanque de 5 L de capacidad que contiene nitrógeno, N_2, a 30 °C y 720 mmHg está conectado mediante una válvula cerrada a otro tanque de 6 L de capacidad que contiene oxígeno, O_2, y helio, He a la temperatura de 40 °C siendo la fracción molar del He 0,36 y la presión parcial del O_2 1,26 atm. Se abre la válvula y se deja que los gases se mezclen hasta alcanzar el equilibrio a la temperatura de 34 °C. Calcular: a) Presión total de la mezcla gaseosa en el equilibrio b) Fracción molar del oxígeno en la mezcla gaseosa en equilibrio

30.- Se tienen dos tanques A y B conectados mediante una válvula cerrada. El tanque A de 30 L de capacidad contiene oxígeno, O_2. El tanque B de 40 L de capacidad contiene helio, He y dióxido de nitrógeno, NO_2, a la temperatura de 30 °C siendo la fracción molar del NO_2 0,362 y la presión parcial del helio de 605 mmHg. Se abre la válvula y se mezclan los gases hasta alcanzar el equilibrio a una presión total de 1,352 atm y a la temperatura de 26 °C. Calcular:

a) Presión parcial del O2 en la mezcla después que se alcanza el equilibrio.
b) Fracción molar del NO en la mezcla después del equilibrio.